

İçindekiler

7	Kimyasal Bağlar	250
7-1	Atomların Lewis Nokta Formülleri	251
İyonik Bağ 252		
7-2	İyonik Bileşiklerin Oluşumu	252
Zenginleştirme İyonik Bağ Enerji İlişkilerine Giriş 257		
Kovalent Bağlar 259		
7-3	Kovalent Bağların Oluşumu	259
7-4	Bağ uzunluğu ve Bağ enerjisi	260
7-5	Moleküller ve Poliatomik İyonların Lewis Yapıları	261
7-6	Lewis Formüllerinin Yazılışı: Oktet Kuralı	262
7-7	Formal Yük	268
7-8	Lewis Formüllerinin Yazılışı: Oktet Kuralında Sınırlamalar	270
7-9	Rezonans	274
7-10	Polar ve A-polar Kovalent Bağlar	276
7-11	Dipol Moment	277
7-12	Bağ Türlerinin Etkin Bölgesi	278
Anahtar Terimler 279		
Alıştırımlar 280		

Kimyasal Bağlar

7



Kahve ve çikolatadaki ana uyandırıcı maddeler theobromin ve kafein gibi kimyasallardır. Yukarıdaki şekilde bu maddelerin kimyasal yapıları arasındaki fark gösterilmiştir. Theobromin insana mutluluk hissi veren, kafein ise uyarıcıdır. Kafein daha güçlüdür ve metabolizmadaki etkisi daha uzun sürer. Kafein, uyarıcıdır.

Hedefler

Bu bölümü bitirdiğinizde şunları yapabilirsiniz:

- Atomların Lewis nokta gösterimlerini yazabiliyor olmak
- Elementlerin birbirleriyle iyonik, a-polar kovalent veya polar kovalent etkileşim yapıp yapmadıklarını tahmin edebilmek
- İyonik ve kovalent bileşiklerin mukayesesini ve karşılaştırmasını yapabilmek
- Bağ tiplerine bağlı olarak bileşiklerin özelliklerini tanımlayabilmek
- Elektron akış verisi ile elementlerin nasıl bağ yaptığını tanımlayabilmek (iyonik bağ)
- İyonik bileşiklerde enerji ilişkilerini tanımlayabilmek

- İyonik bileşiklerin formüllerini tahmin edebilmek
- Elektron ortalamasıyla elementlerin nasıl bağ yaptığını açıklayabilmek (kovalent bağ)
- Molekül ve poliatomik iyonların Lewis nokta ve çizgi formüllerini yazabilmek
- Oktet kuralının istisnalarını ayırt edebilmek
- Kovalent yapılarda atomların formal yüklerinin hesaplanmasını
- Rezonans kavramını, rezonans yapılarının ne zaman ve şekilde yazılacağını anlamak
- Elektronegativite farkının bağa olan etkisini anlamak

7-1 Atomların Lewis Nokta Formülleri

Tablo 7-1 Bazı Elementlerin Lewis Nokta Formülleri

Grup	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
<i>Son yörüngedeki elektron sayısı</i>	1	2	3	4	5	6	7	8 (He hariç)
1. Periyot	H ·							He :
2. Periyot	Li ·	Be :	B ·	C ·	N ·	O :	F ·	Ne :
3. Periyot	Na ·	Mg :	Al ·	Si ·	P ·	S :	Cl ·	Ar :
4. Periyot	K ·	Ca :	Ga ·	Ge ·	As ·	Se :	Br ·	Kr :
5. Periyot	Rb ·	Sr :	In ·	Sn ·	Sb ·	Te :	I ·	Xe :
6. Periyot	Cs ·	Ba :	Tl ·	Pb ·	Bi ·	Po :	At ·	Rn :
7. Periyot	Fr ·	Ra :						

A grubu elementlerinin son yörünge elektronları (Lewis formülündeki noktalar), nötr atomlar için grup numarasına denktir. Buna tek istisna He'dur (son yörüngesinde iki elektron vardır).

Mesela Al'un elektron dağılımı [Ar] 3s²3p¹'dir. Al'un Lewis formülündeki üç noktadan ikisi (bir çift) 3s, biri (tek nokta) 3p elektronlarını ifade eder.

İyonik Bağ

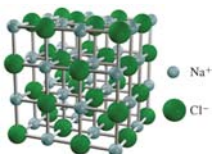
7-2 İyonik Bileşiklerin Oluşumu



Lityum parlak bıçakla kesilebilen yumuşak bir metaldir havayla temas olduğunda yüzeyde lityumoksit oluşur. Bıçakla yeni kesilen sodyumda metalik parlaklık gözükür bir müddet sonra bu parlak yüzey havadaki nem ile tepkimeye girerek gri bir yüzey oluşturur.



Bazı iyonik bileşikler. Saat yönünde önden başlayarak bakınız: Sodyum klorür (NaCl , beyaz); Bakır(II) sülfatpentahidrat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, mavi); nikel(II) klorürü heksahidrat ($\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, yeşil); potasyumdikromat ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, turuncu) ve kobalt(II)klorür heksahidrat ($\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, kırmızı) her bir maddenin bir molü gösterilmiştir.



Şekil 7-1 de NaCl 'ün Kristal yapısı gösterilmiştir. Her bir Cl^- iyonu (yeşil) altı sodyum iyonu tarafından çevrelenmiştir, aynı şekilde her bir Na^+ (gr) altı klorür iyonu tarafından çevrelenmiştir. Herhangi bir NaCl kristalinde yukarıda görünen yapıdan milyarlarca mevcuttur. Komşu iyonlar bir diğeri ile temas halindedir, yukarıdaki şekilde iyonların duruşu daha belirgin gözüksün diye resim büyütülmüştür. Çizgiler kovalent bağ temsil etmemektedir. Şekil 2-2 ile mukayese ediniz, orada NaCl 'ün boşluk doldurma çizimi verilmiştir.

Diğer 1A grup metallerinin oksitlerinin hazırlanışı farklı ise de aynı tanımlamalar 1A grubu metalleri (Li, Na, K, Rb, Cs) ile 6A grubu ametallerinin (O, S, Se, Te, Po) yaptığı bileşikler içinde geçerlidir.

Her Li atomunun son yörüngesinde $1e^-$ vardır, $1e^-$ kaybederse soygaz elektron dağılımına sahip olur [He]. Her bir O atomunun son yörüngesinde $6e^-$ vardır, $2e^-$ daha aldığında soygaz elektron dağılımına sahip olur (Ne). Li atamunun yükseltgenmesiyle Li^+ iyonu oluşurken O atomunun indirgenmesiyle O^{2-} iyonu oluşur.



Yeni kesilmiş Lityumun parlak yüzeyinden de görüldüğü üzere, Li bir metaldir. Havaya manuz bırakıldıkça, yüzey lityum oksit ile kaplanır.



Çoğu geçiş metali renklidir. Bu balon jöjeler (soldan sağa) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ve $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 'nin sulu çözeltilerini içermektedirler. Renksiz Zn^{2+} iyonları tam dolu d orbitallerine sahip olmalarından dolayı diğerlerinden farklıdır.

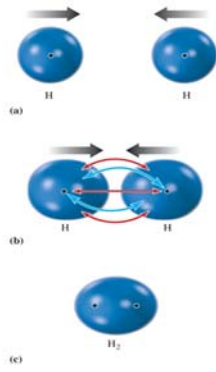
Tablo 7-2 Basit ikili iyonik Bileşikler

Metal	Ametal	Genel Formül	Mevcut İyonlar	Örnekler	en (°C)
1A* + 7A	→	MX	(M^+, X^-)	LiBr	547
2A + 7A	→	MX_2	$(\text{M}^{2+}, 2\text{X}^-)$	MgCl_2	708
3A + 7A	→	MX_3	$(\text{M}^{3+}, 3\text{X}^-)$	GaF_3	800 (subl)
1A* + 6A	→	M_2X	$(2\text{M}^+, \text{X}^{2-})$	Li_2O	> 1700
2A + 6A	→	MX	$(\text{M}^{2+}, \text{X}^{2-})$	CaO	2580
2A + 6A	→	M_2X_3	$(2\text{M}^{3+}, 3\text{X}^{2-})$	Al_2O_3	2045
1A* + 5A	→	M_3X	$(3\text{M}^+, \text{X}^{3-})$	Li_3N	840
2A + 5A	→	M_3X_2	$(3\text{M}^{2+}, 2\text{X}^{3-})$	Ca_3P_2	1600
3A + 5A	→	MX	$(\text{M}^{3+}, \text{X}^{3-})$	AlP	

*Hidrojen ametaldır. Hidrojenin tüm ikili bileşikleri, NaH ve CaH_2 gibi hidrür (H^-) iyonları içeren belli metal hidrürler haricinde, kovalenttir.

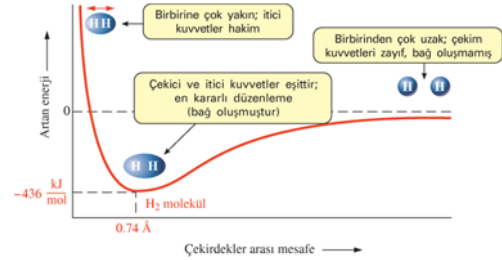
*Ksım 5-9'da görülen, Grup 1A ve 2A'daki metaller genellikle peroksitler (O_2^{2-} iyonu içeren) veya süper oksitler (O_2^- iyonu içeren) oluştururlar. Tablo 5-5'e bakınız. Peroksit ve süper oksit iyonları birbirlerine kovalent bağ ile bağlanan atomlar içerirler.

Kovalent Bağ



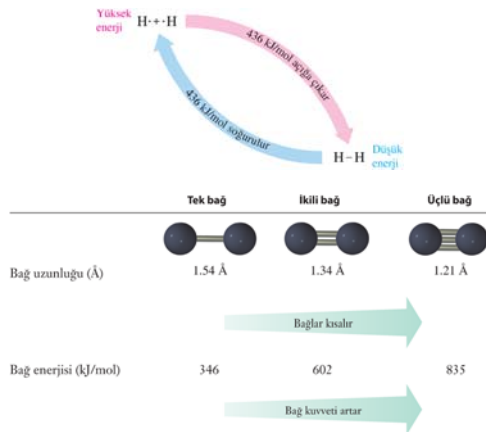
Şekil 7-3 İki hidrojen atomu arasında kovalent bağ oluşumunun gösterimi. Pozitif yüklenmiş her çekirdeğin pozisyonu siyah bir nokta ile gösterilmiştir. (a) İki hidrojen atomu bir birinden uzak mesafededir. (b) Atomlar birbirlerine yaklaştıkça, her atomun elektronları, pozitif yüklenmiş diğer atomun çekirdeği tarafından çekilir (Mavi oklar) ve bunun sonucu olarak da elektron yoğunluğu kaymaya başlar. Aynı zamanda, iki atomun elektron bulutları ve çekirdekleri de (kırmızı oklar) birbirlerini iterler. (c) İki elektron, iki adet 1s atomik orbitalinin çıktığı bölgede bulunabilir. Bu bölgede iki çekirdek arasında elektron yoğunluğu en yüksektir.

7-3 Kovalent Bağların Oluşumu



Şekil 7-4 İki çekirdek arasındaki uzaklığın fonksiyonu olarak H_2 molekülünün potansiyel enerjisi. Eğrideki en düşük nokta, -436 kJ/mol , H_2 molekülünde çekirdekler arası uzunluk 0.74 Å karşılık gelmektedir. Bu mesafeden daha uzak mesafelerde, çekim kuvvetleri baskınlaşırken, daha kısa mesafelerde itme kuvvetleri baskınlaşır (Minimum potansiyel enerji, -436 kJ/mol , $-7.23 \times 10^{-19} \text{ J/H}_2$ molekülü değerine karşılık gelmektedir). Enerji, iki aynı hidrojen atomunun enerjisi ile kıyaslanmıştır.

7-4 Bağ Uzunlukları ve Bağ Enerjileri



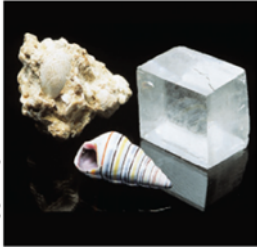
Tablo 7-3 Bazı Bağ Çeşitlerinde Ortalama Bağ Bölme Enerjileri

	Tekli bağlar						İkili bağlar	Üçlü bağlar
	H	C	N	O	F	S		
H	436	413	391	463	563	347		
C		346	305	358	485	272	C=C 602	C≡C 835
N			163	201	283	—	C=N 615	C≡N 887
O				146	190	—	C=O 732 (CO ₂)	C≡O 1072
F					155	284	hariçtir ve onun bağ enerjisi 799'dur.	
S						226		

Tablo 7-4 Bazı Bağ Çeşitlerinde Ortalama Bağ Uzunlukları (Å)

	Tekli bağlar						İkili bağlar	Üçlü bağlar
	H	C	N	O	F	S		
H	0.74	1.10	0.98	0.94	0.92	1.32		
C		1.54	1.47	1.43	1.41	1.81	C=C 1.34	C≡C 1.21
N			1.40	1.36	1.34	1.74	C=N 1.27	C≡N 1.15
O				1.32	1.30	1.70	C=O 1.22	C≡O 1.13
F					1.28	1.68		
S						2.08		

7-6 Lewis Formüllerinin Yazılışı: Oktet Kuralı



Kalsiyum karbonat (CaCO_3) doğada birçok formda bulunur. Kalsit minerali çok büyük şeffaf kristaller oluştururlar (sağda); mikro kristalin formu kireçtaşının ana bileşenidir (Yukarıda solda). Deniz kabukları (aşağıda) büyük ölçüde kalsiyum karbonattan oluşmuştur.

Görüldüğü gibi, karbon dört bağ içerir.

Lewis formüllerini yazmak için Bu bölümdeki yöntemleri uygulayınız. Bunların hepsinde karbon dört bağ oluşturur.

7-8 Lewis Formüllerinin Yazılışı: Oktet Kuralında Sınırlamalar



BF_3 ve BCl_3 oda sıcaklığında gazdır. BBr_3 sıvı BI_3 ise katıdır.

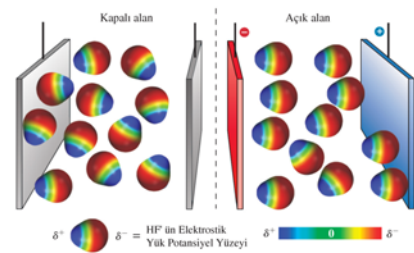
7-9 Rezonans



Soldaki sülfür dioksit (SO_2) atmosferi içerisinde. Gaz SO_2 ve sulu çözeltileri ağartma ajanı olarak kullanılırlar. Benzer bir uygulama kâğıt hamurunu kâğıda dönüştürmeden önce ağartmada kullanılır.

7-11 Dipol Moment

Şekil 7-5 Eğer moleküller polar ise, örneğin HF, elektrik alanına maruz bırakılırsa, elektrik alanının ters yönünde çok yavaşça sıralanırlar. Bu durum moleküllerin elektrostatik enerjisini minimuma indirir. Apolar moleküller, elektrik alan ile yönlenmezler. Bu çizimde yönlenme etkisi fazlasıyla abartılmıştır.



■ **Tablo 7-5** Bazı Saf (Gaz)
Maddelerin $\Delta(\text{EN})$ Değerleri ve
Dipol Momentleri

Madde	$\Delta(\text{EN})$	Dipol Moment (μ)*
HF	1.9	1.91 D
HCl	0.9	1.03 D
HBr	0.7	0.79 D
HI	0.4	0.38 D
H ₂	0.0	0.00 D

*Molekülerin dipol momentleri genellikle debye (D) cinsinden ifade edilir.